**Конспект «Соединения серы».**

**Н2S**

**Физические свойства:**

**Нахождение в природе:**

**Получение:**

1. Синтез из простых веществ:
2. Действие минеральных кислот на сульфиды металлов, расположенных в ряду напряжений левее железа: FeS   +   2HCl   →   FeCl2   +   H2S↑.
3. Еще один лабораторный способ получения сероводорода – нагревание парафина с серой.

**Химические свойства:**

1. **Н2S – сильный восстановитель.**
2. С кислородом воздуха: 2H2S   +   O2(нед.) →  2S    +   2H2O; 2H2S + 3O2(изб.)  →   2SO2  +   2H2O.
3. С галогенами: H2S  +  Br2   →  2HBr  +   S↓
4. С окисляющими кислотами: H2S  +  2HNO3(конц.)  →  S  +  2NO2  +  2H2O; H2S   +  8HNO3(конц.)  →  H2SO4  +  8NO2   +   4H2O.
5. С солями-окислителями: 3H2S   +   K2Cr2O7   +    4H2SO4    →   3S    +   Cr2(SO4)3   +   K2SO4   +   7H2O.
6. **Свойства слабой кислоты.**
7. С активными Ме:
8. С малоактивными Ме (Ag, Cu, Hg) в присутствии окислителей:
9. С основными оксидами:
10. Со щелочами:
11. Качественной реакцией на сероводородную кислоту и ее растворимые соли (т. е. на сульфид-ион S2-) является взаимодействие их с растворимыми солями свинца. При этом выделяется осадок сульфида свинца (II) РbS черного цвета: H2S   +   Pb(NO3)2   →

**SO2**

**Физические свойства:**

**Применение:**

**Получение:**

1. Сжигание серы на воздухе: S    +   O2  →
2. Взаимодействие сульфитов с более сильными кислотами:
3. Обработка концентрированной серной кислотой неактивных металлов:

Cu    +   2H2SO4 →   CuSO4   +   SO2   +   2H2O.

1. Термическое разложение сульфитов:

**Химические свойства:** оксид серы (IV) – это типичный \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_оксид. За счет серы в степени окисления +4 проявляет свойства **окислителя и восстановителя**.

***Кислотно-основные свойства***

1. Как кислотный оксид, сернистый газ реагирует с щелочами и оксидами щелочных и щелочноземельных металлов:
2. С водой:

***Окислительно-восстановительные свойства***

В окислительно-восстановительных процессах сернистый газ SO2 может быть как окислителем, так и восстановителем, потому что атом серы в этом соединении имеет промежуточную степень окисления +4.

 Как **окислитель** SO2 реагирует с более сильными восстановителями, например, с сероводородом:

Как **восстановитель** SO2 реагирует с более сильными окислителями, например, с кислородом в присутствии катализатора, с хлором и т. д.:

**Качественная реакция на сульфит-ионы SO32-:**

**SO3**

**Физические свойства:**

**Применение:**

**Получение:**

1. Промышленный:SO2    +   O2    →
2. Лабораторный: Fe2(SO4)3    →   Fe2O3   +   3SO3.

**Химические свойства:**

1. Как типичный \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ оксид взаимодействует с водой, основными оксидами и щелочами:
2. Серный ангидрид – **очень сильный окислитель**, так как сера в нем имеет максимальную степень окисления (+6). Он энергично взаимодействует с такими восстановителями, как иодид калия, сероводород или фосфор:

SO3    +   2KI   →

3SO3  +   H2S   →

5SO3   +    2P   →

1. Особым свойством серного ангидрида является его ***способность хорошо растворяться в серной кислоте***. Раствор серного ангидрида в серной кислоте имеет название **олеум**. Образование олеума:

